UFES CEUNES

UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
Departamento de Ciências Naturais

QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL
DCN10822

MANUAL DE INSTRUÇÕES E ROTEIRO DOS EXPERIMENTOS

Centro Universitário Norte do Espírito Santo
Rodovia BR 101 Norte, Km. 60, Bairro Litorâneo, CEP 29932-540 São Mateus – ES
Sítio eletrônico: http://www.ceunes.ufes.br

PLANO DE ENSINO

DISCIPLINA – QUÍMICA GERAL EXPERIMENTAL

1. CARACTERÍSTICAS
Carga horária: 60 h (4 horas semanais)
Créditos: 4

2. EMENTA
Segurança no laboratório. Equipamentos básicos de laboratório. Identificação de substâncias químicas através de medidas de grandezas físicas e de reações químicas. Técnicas básicas de isolamento e purificação de substâncias químicas. Elementos compostos e misturas. Preparação e padronização de soluções. Transformação química. Oxidação e redução.

3. OBJETIVOS
- Iniciar os alunos em trabalhos gerais de laboratório e prepará-los para executar experiências nas diversas áreas da Química.
- Verificar experimentalmente os conteúdos da Química Geral.
- Estabelecer relações entre conhecimentos teóricos e os verificados experimentalmente.

3.1 Conteúdo Programático

SEMANA	Turma 1 (3ª-FEIRA)	Turma 2 (5ª-FEIRA)
18/08 – 22/08	**ENEQ**	**ENEQ**
25/08 – 29/08	**-**	Introdução ao laboratório
01/09 – 05/09	Introdução ao laboratório/Experimento 1	Experimento 1
08/09 – 12/09	Experimento 2	Experimento 2
15/09 – 19/09	Experimento 3	Experimento 3
22/09 – 26/09	Experimento 4	Experimento 4
29/09 – 03/10	Experimento 5	Experimento 5
06/10 – 10/10	Experimento 6	Experimento 6
13/10 – 17/10	Experimento 7	Experimento 7
20/10 – 24/10	Experimento 8	Experimento 8
27/10 – 31/10	**Feriado/Dia do servidor Público**	**Feriado/Dia do servidor Público**
03/11 – 07/11	**PROVA 1 (Exp. 1-6)**	**PROVA 1 (Exp. 1-6)**
10/11 – 14/11	Experimento 9	Experimento 9
17/11 – 21/11	Experimento 10	Experimento 10
24/11 – 28/11	Experimento 11	Experimento 11
01/12 – 05/12	Experimento 12	Experimento 12
08/12 – 12/12	**PROVA 2 (Exp. 7-12)**	**PROVA 2 (Exp. 7-12)**
15/12 – 19/12	**PROVA FINAL**	**PROVA FINAL**

4. AVALIAÇÃO

A avaliação da disciplina será feita sobre o conjunto de atividades realizadas no decorrer do período letivo. Para cada atividade será atribuída uma nota em escala numérica no intervalo de 0 (zero) a 10 (dez).

Serão atribuídas notas para as seguintes atividades:

- Pós-teste (P_T)
- Relatórios (R)
- 2 (duas) provas escritas sobre os experimentos realizados (P_1 e P_2).

Em cada aula prática será dada uma tolerância de 10 minutos, após este tempo o aluno não poderá realizar o experimento.

O pós-teste será realizado na aula subsequente abordando assunto visto na aula anterior. Este pós-teste será realizado no início da próxima aula e terá duração de 10 minutos. Em todos os pós-testes será atribuída uma nota de zero a dez. No final do semestre será feita a média das avaliações. A média parcial da disciplina será dada por:

$$M_P = (P_T + P_1 + P_2 + R)/4$$

O aluno que obtiver média parcial maior ou igual a sete ($M_P \geq 7$) estará aprovado. Caso contrário, o aluno fará uma prova final (PF). A média final (MF) é igual a $MF = \frac{MP + PF}{2}$. Se a média final for maior ou igual a cinco ($MF \geq 5$) estará aprovado. Caso contrário estará reprovado.

O aluno que faltar a uma aula prática não poderá recuperar a mesma. O aluno que obtiver freqüência inferior a 75% das aulas previstas estará reprovado por falta, independente de suas avaliações.

5. BIBLIOGRAFIA

LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; VIANNA FILHO, E. A.; SILVA, M. B. Química Geral Experimental. Rio de Janeiro: Freitas Bastos editora, 2004.

6. INSTRUÇÕES GERAIS

6.1 Instruções para as aulas de laboratório

1. O trabalho num laboratório químico só é efetivo quando realizado conscienciosamente e com compreensão da sua teoria. Além disso, toda atividade experimental requer que o experimentador SEJA CUIDADOSO E ESTEJA ATENTO. Mesmo um experimento aparentemente inofensivo, pode resultar em consequências sérias quando planejado de maneira imprópria.

2. Todo aluno ou grupo terá um LUGAR NO LABORATÓRIO (BANCADA), QUE DEVERÁ SER MANTIDO LIMPO E ARRUMADO. Somente os materiais necessários ao experimento deverão permanecer sobre a bancada.

3. O estudante, antes de iniciar o trabalho de laboratório deve:

- Conhecer todos os detalhes do experimento que irá realizar;
- Ter conhecimento sobre as propriedades das substâncias a serem utilizadas;
- Familiarizar-se com a teoria relativa ao tópico em estudo;
- Ter um protocolo experimental escrito envolvendo todas as atividades a serem realizadas.
- Vestir avental e óculos de segurança sempre que trabalhar no laboratório (itens de uso pessoal que devem ser providenciados pelo aluno).

O aluno deverá portar os seguintes materiais obrigatórios para freqüentar às aulas práticas: um avental (jaleco) de algodão, óculos de proteção, sapatos fechados, calças compridas e de preferência Jeans e o roteiro do experimento a ser executado no dia, detalhando montagem de equipamentos, cálculo da massa de reagentes necessários para preparar soluções e uma lista sintética das etapas a realizar.

As aulas práticas serão desenvolvidas por equipes de dois integrantes, que deverão trabalhar em conjunto. Siga o roteiro do experimento, tomando todas as precauções para evitar acidentes, e tente aproveitar o máximo para desenvolver sua técnica e habilidade. Ao final da aula, descarte em recipientes adequados os resíduos e lave toda a vidraria.

ORIENTAÇÕES DE COMO DEVEMOS PROCEDER DENTRO DE UM LABORATÓRIO

REGRAS BÁSICAS DE SEGURANÇA

- Realize todo o trabalho com substâncias voláteis na capela
- Trabalhe longe de chamas quando manusear substâncias inflamáveis

- Quando aquecer soluções num tubo de ensaio segure-o sempre com a abertura dirigida para longe de você ou seus vizinhos no local de trabalho.
- Sempre coloque os resíduos de metais, sais e solventes orgânicos nos recipientes adequados.

REGRAS DE SEGURANÇA

⇒ Use os óculos protetores de olhos, sempre que estiver no laboratório.
⇒ Use sempre jaleco de algodão e com mangas compridas.
⇒ Não fume, não coma ou beba no laboratório.
⇒ Evite trabalhar sozinho e fora das horas de trabalho convencionais.
⇒ Não jogue material insolúvel nas pias (sílica, carvão ativo, etc.). Use um frasco de resíduo apropriado.
⇒ Não jogue resíduos de solventes nas pias. Resíduos de reações devem ser antes inativados, depois armazenados em frascos adequados.
⇒ Não entre em locais de acidentes sem uma máscara contra gases.
⇒ Nunca jogue no lixo restos de reações.
⇒ Realize os trabalhos dentro de capelas ou locais bem ventilados.
⇒ Em caso de acidente (por contato ou ingestão de produtos químicos) procure o médico indicando o produto utilizado.
⇒ Se atingir os olhos, abrir bem as pálpebras e lavar com bastante água. Atingindo outras partes do corpo, retirar a roupa impregnada e lavar a pele com bastante água.
⇒ Não trabalhar com material imperfeito, principalmente o de vidro que contenha pontas ou arestas cortantes.
⇒ Fechar com cuidado as torneiras de gás, evitando o seu escapamento.
⇒ Não deixar vidro quente em lugares onde possam pegá-los indevidamente.
⇒ Não aquecer tubos de ensaio com a boca virada para si ou para outra pessoa.
⇒ Não aquecer reagentes em sistema fechado.
⇒ Não provar ou ingerir drogas ou reagentes de laboratório.
⇒ Não aspirar gases ou vapores.
⇒ Comunicar imediatamente ao professor qualquer acidente ocorrido.

MANUSEIO DE PRODUTOS QUÍMICOS

⇒ Nunca manusear produtos sem estar usando o equipamento de segurança adequado para cada caso.
⇒ Usar sempre material adequado. Não faça improvisações.
⇒ Esteja sempre consciente do que estiver fazendo.
⇒ Comunicar qualquer acidente ou irregularidade ao seu superior.
⇒ Não pipetar, principalmente, líquidos cáusticos ou venenosos com a boca. Use os aparelhos apropriados.
⇒ Procurar conhecer a localização do chuveiro de emergência e do lava-olhos e saiba como usá-lo corretamente.
⇒ Nunca armazenar produtos químicos em locais impróprios.
⇒ Não fumar nos locais de estocagem e no manuseio de produtos químicos.
⇒ Não transportar produtos químicos de maneira insegura, principalmente em recipientes de vidro e entre aglomerações de pessoas.
⇒ Ler o rótulo antes de abrir a embalagem.
⇒ Verificar se a substância é realmente aquela desejada.
⇒ Considerar o perigo de reação entre substâncias químicas e utilizar equipamentos e roupas de proteção apropriadas.
⇒ Abrir as embalagens em área bem ventilada.
⇒ Tomar cuidado durante a manipulação e uso de substâncias químicas perigosas, utilizando métodos que reduzam o risco de inalação, ingestão e contato com pele, olhos e roupas.
⇒ Fechar hermeticamente a embalagem após a utilização.
⇒ Evitar a utilização de aparelhos e instrumentos contaminados.
⇒ Não comer, beber ou fumar enquanto estiver manuseando substâncias químicas.
⇒ Lavar as mãos e as áreas expostas regularmente.

⇒ Tratar dos derramamentos utilizando métodos e precauções apropriadas para as substâncias perigosas.

PRIMEIROS SOCORROS

Cortes e ferimentos devem ser desinfetados e cobertos.

☞ Queimaduras leves com fogo ou material quente: tratar com ***água fria/ gelada*** ou ***picrato de butesina*** ou ***ácido pícrico.***

☞ Queimaduras cutâneas:

COM ÁCIDOS - lavar com bastante água e sabão e, em seguida, neutralizar com ***leite de magnésia*** ou ***bicarbonato de sódio.***

COM BASES - lavar com muita água e, em seguida, com solução diluída de ***ácido acético (1%).***

☞ Queimaduras oculares com substâncias ácidas ou básicas devem ser lavadas com água (usar lava - olhos) e tratadas com colírio estéril.

☞ Ingestão:

DE ÁCIDOS - tomar ***hidróxido de cálcio, leite de magnésia*** ou ***leite.*** não tomar bicarbonato de sódio ou carbonato de cálcio. Estes produtos são contra-indicados porque produzem distensão e facilitam a perfuração.

DE BASES - tomar solução de ácido acético 1/100 ou vinagre 1/10 ou água de limão.

DE SAIS DE CHUMBO - lavar com água em abundância. Após, beber grande quantidade de água seguida de duas colheres de ***sulfato de magnésio*** (sal de Epson).

☞ Intoxicação por gases:

REGRA GERAL: remova o paciente da exposição, fazendo-o respirar profundamente e mantendo-o aquecido.

MATERIAIS E EQUIPAMENTOS BÁSICOS DE LABORATÓRIO

1) OBJETIVOS

⇒ Associar o nome de cada material/ equipamento com seu uso específico;
⇒ Reconhecer os diversos materiais de um laboratório;
⇒ Aplicar corretamente a técnica de utilização de cada material.

2) INTRODUÇÃO

Os experimentos foram elaborados de forma que o aluno possa desenvolver corretamente as habilidades manipulativas de cada um dos materiais e equipamentos básicos de um laboratório químico.

À seguir, estão relacionados alguns materiais e equipamentos básicos de um laboratório.

3) MATERIAL

VIDRARIA	PORCELANA	EQUIPAMENTOS	OUTROS
Balão volumétrico	Almofariz e pistilo	Balança semi–analítica	Anel
Bastão de vidro	Cápsula	Bico de Bunsen	Espátula
Becker	Funil de Büchner	Bomba à vácuo	Garras
Bureta		Centrífuga	Grampos
Erlenmeyer		Densímetro	Mufa
Funil de vidro		Dessecador	Pinça tubo de ensaio
Kitassato		Estufa	Suporte universal
Pêra de decantação		Forno Mufla	Tela de amianto
Pipeta graduada		Paquímetro	Tripé
Pipeta volumétrica		pHmetro	
Proveta		Termômetro	
Tubo de ensaio			
Tubo de centrífuga			
Tubo de vidro			
Vidro de relógio			

NOÇÕES BÁSICAS: ALGARISMOS SIGNIFICATIVOS

Todas as medidas de uma propriedade físico-química estão afetadas por uma incerteza, chamada em geral erro, desvio ou imprecisão da medida. Por isso, os resultados das medidas devem ser expressos de modo tal que se possa avaliar a precisão com que elas foram feitas (ou calculadas). Portanto, o número que representa a medida de uma propriedade não pode ter uma quantidade qualquer de algarismos, ele deve conter apenas algarismos que representem realmente a precisão com que a medida foi feita, ou seja, todos os algarismos devem ter um significado. Introduzimos assim o conceito de algarismos significativos, procurando indicar que nem todos os algarismos que aparecem na representação de uma medida ou no resultado de uma operação matemática tem significado científico.

Quando se escreve 6,41 mL quer-se dizer que a imprecisão (a dúvida da medida de volume) está no último algarismo "1". É errado escrever que 6,41 mL = 6,410 mL, pois neste último caso a dúvida está no milésimo de centímetro e não em centésimo como no primeiro caso.

Para se saber quantos algarismos significativos existem em um número que expressa à medida de uma propriedade, podemos observar a tabela abaixo:

Número	***N º de Alg. Significativos***
7	1
7,4	2
0,0007	1
0,00700	3
700,07	5
7×10^5	1
$7{,}40 \times 10^{21}$	3

Durante os cálculos, pode-se trabalhar com um algarismo a mais, mas ao se apresentar o resultado final, deve-se usar o número correto de algarismos significativos, obedecendo às seguintes regras:

i. se o algarismo a ser cortado for maior que 5, soma-se 1 ao algarismo anterior,
ii. se o algarismo a ser cortado for menor que 5, o algarismo anterior mantém-se inalterado,
iii. se o algarismo a ser cortado for igual a 5, soma-se 1 ao anterior se ele for ímpar, mantendo-o inalterado se for par.

Operações: Fazer as contas com todos os algarismos e no final eliminar os algarismos não significativos, conforme as regras práticas abaixo.

-Multiplicação e divisão

O resultado deverá conter tantos algarismos significativos que estiverem expressos no componente com menor número de algarismos significativos.

9 x 0,00043 = (0,00387) 0,004
3,6 / 1,2 = 3,0

-Subtração e adição

Quando duas ou mais quantidades são adicionadas e/ou subtraídas, a soma ou diferença deverá conter tantas casas decimais que existirem no componente com a menor delas.

2 3.441 + 57,71 + 1,001 + 0, 0032 + 211, 01 = 23.710,7142
Resultado final: 23.710

ERROS DE MEDIDA

Erro Sistemático: Se relaciona com a diferença entre o valor medido e o valor real. Pode ser expresso sob forma de erro absoluto ou relativo.

Erro Absoluto = Valor medido – Valor real

Erro Relativo = $\frac{Valor\ medido - Valo}{Valor\ real}$

O erro relativo é adimensional, mas é comumente expresso em partes por cem (%).

Ex.: O valor verdadeiro da concentração de uma solução é 0,1005 mol/L, e o valor encontrado é 0,1010 mol/L.

Erro Absoluto = 0,1010 - 0,1005 = 0,0005 mol/L

Erro Relativo = $\frac{0,0005}{0,1005} x\ 100 =$

Erro Randômico: Se relaciona com a precisão, ou seja, com a reprodutibilidade da medida de uma quantidade. Esses erros independem da grandeza do erro sistemático e são tratados estatisticamente.

EXPERIMENTO 1: TÉCNICAS DE MEDIDAS DE MASSA, VOLUME E TEMPERATURA

1) OBJETIVO

- ⇒ Aprendizado de técnicas de medidas de temperatura, massa e volume.
- ⇒ Diferenciar as vidrarias volumétricas das graduadas;
- ⇒ Utilizar algarismos significativos;
- ⇒ Distinguir o significado de precisão e exatidão.

2) INTRODUÇÃO

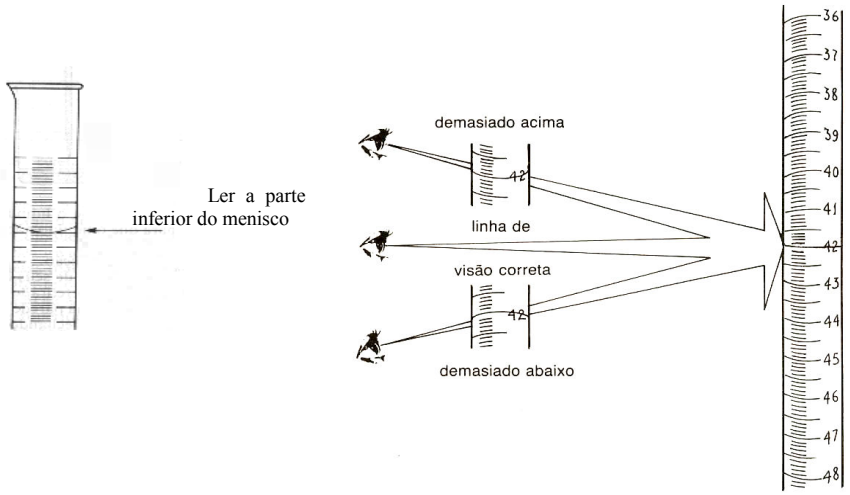
As experiências de laboratório em química, assim como em outras ciências quantitativas, envolvem muito freqüentemente medidas de massa e volume, que são posteriormente utilizados em cálculos.

3) MEDIDAS

Sempre que uma medida é efetuada, deve-se levar em consideração o erro a ela inerente. O erro de uma medida é muitas vezes limitado pelo equipamento que é empregado na sua obtenção. Em uma medida exata, os valores encontrados estão muito próximos do valor verdadeiro. A precisão refere-se a quão próximos as diversas determinações de uma medida estão entre si. Medidas podem ser precisas sem serem exatas, devido a algum erro sistemático. O ideal é que as medidas sejam precisas e exatas. A precisão de uma medida pode ser melhorada aumentando-se o número de determinação de uma medida e fazendo-se o valor médio das mesmas.

<u>Medidas de Volume</u>

Para se efetuar medidas de volume, faz-se necessário a utilização de pipetas, provetas e buretas. As medidas de volume de um líquido com esses instrumentos são feitas comparando-se o nível do mesmo com os traços marcados na parede do recipiente. Na leitura do volume de um líquido usando-se um destes instrumentos, ocorre uma concavidade que recebe a denominação de menisco.



Para se determinar o erro de um material graduado é necessário:

I) Separar duas marcas de graduação, que indique um volume determinado.

II) Contar o número de divisões entre essas marcas de graduação.

III) Dividir o volume dado entre essas duas marcas de graduação pelo número de divisões correspondentes.

Cálculo do desvio de erro:

Desvio de erro = menor divisão/2

4) PROCEDIMENTO

A) Limpeza de Material e Medidas de Volume

Por ocasião do uso de um aparelho volumétrico ou de qualquer outro utensílio de vidro de um laboratório, os mesmos devem encontrar-se em perfeito estado de limpeza. A matéria gordurosa impede o perfeito escoamento nos aparelhos volumétricos, além de causar inexatidão do trabalho.

Em geral a vidraria pode ser lavado com detergente e uma escova apropriada. Enxágue várias vezes com água da torneira, e duas ou três vezes com água destilada, secando as paredes externas.

1. Limpar um Becker, uma proveta e uma pipeta.

2. Anote com os respectivos desvios, a capacidade de cada um dos seguintes aparelhos apresentados na tabela a seguir:

Aparelho	Menor leitura	Desvio
Bureta		
Proveta		
Pipeta graduada		

3. Medir 100 mL de água destilada em uma proveta e transfira-a quantitativamente para um balão volumétrico de 100 mL. Houve coincidência de resultados? Esperava-se coincidência de resultados? Transfira o conteúdo do balão volumétrico para um Becker. Qual foi o volume transferido? Por quê?

4. a) Pese um Becker de 100 mL e anote a massa.
b) Meça 25 mL de água destilada em uma proveta (verifique a temperatura da água) transfira para o Becker e pese-o novamente.
c) Adicione mais 25 mL de água ao Becker e pese-o. Repita essa etapa mais uma vez.
d) Execute o mesmo procedimento utilizando uma pipeta volumétrica de 25 mL.

(Esse experimento permite comparar a precisão e a exatidão de medidas de volume obtidas com distintos materiais de vidro - proveta e pipeta. Compare os dados obtidos: suas médias, os valores esperados e dê uma explicação plausível para seus resultados).

Sugestão: Utilize uma tabela de densidades da água em várias temperaturas para determinar a massa de 25 mL de água na temperatura em que a sua experiência foi realizada. Analise os seus dados e coloque os instrumentos de medição de volume que você utilizou em ordem crescente de exatidão. Justifique a sua resposta.

B) Medidas de temperatura

B1) Coloque cerca de 200 mL de água de torneira em um Becker e meça a temperatura utilizando um termômetro. Obs: Obtenha o valor da temperatura com o número máximo de algarismos significativos. Durante a medida mantenha o bulbo do termômetro totalmente imerso na água, sem tocar as paredes do recipiente.

B2) Coloque no Becker 3 cubos de gelo picado. Agite com um bastão de vidro e meça a temperatura da mistura água/ gelo a cada minuto até que fique constante.

B3) Esse procedimento deverá ser feito em triplicata, ou seja, repita a medida 3 vezes.
Qual é o critério necessário para definir se a temperatura está constante? Use um gráfico para ilustrar a alteração da temperatura em função do tempo.

Anotações:
Temperatura da água:
Temperatura da mistura água e gelo (faça uma tabela: tempo (min.) e temperatura)

C) Medidas de massa

Ao se efetuar as pesagens, é importante especificar o erro correspondente. Assim, ao se realizar três pesagens de um mesmo corpo, cujos resultados sejam: 1,234 g; 1,233 g e 1,233 g, a maneira correta de se expressar a referida massa é a sua média, acrescida da variação 0,001:

$1{,}233 \pm 0{,}001$ g.

C1) Uso da balança

⇒ Verifique a capacidade e a precisão da balança;

Pese uma proveta de 25 mL. Adicione 100 gotas de água destilada utilizando um conta-gotas, pese novamente e **leia o volume**. Determine a massa e o volume de uma gota e a massa equivalente a 1 mL de água. Esse procedimento deverá ser feito em triplicata, ou seja, repita a medida 3 vezes. Verifique a temperatura da água.

(**Expresse os resultados obtidos com as respectivas incertezas. Você obteve um dado amplamente conhecido na literatura (qual?). Compare o dado obtido experimentalmente com o descrito em um "handbook". Discuta a semelhança ou a disparidade do dado experimental obtido com aquele reportado na literatura.**

C2) Densidade de amostras sólidas

Pese duas amostras de um mesmo metal (M) e anote as massas (m) no quadro abaixo. Com auxílio de um frasco lavador, coloque água destilada em uma proveta de volume adequado ao tamanho da amostra a ser utilizada, até completar 3/4 (três quartos) do volume total da proveta. Anote o volume de água na proveta (V_0).

Inclinando levemente a proveta, sem deixar a água cair e com o máximo de cuidado possível, coloque a amostra sólida nesta. Coloque a proveta sobre a bancada e observe o volume de água final (V_f). Calcule a densidade da amostra.

Amostra	**M_1**	**M_2**
m (g)		
V_0 (mL)		
V_f (mL)		
V_M (mL)		
d (g/mL)		

5) BIBLIOGRAFIA

1) LENZI, E. *et al*, Química Geral Experimental, Capítulo 1, Rio de Janeiro, Freitas Bastos Editora S.A., 2004.
2) BRADY, J. & HUMISTON, G.E., Química Geral Vol. 1, Capítulo 1, Rio de Janeiro, Livros Técnicos e Científicos, Editora S.A., 1986.
3) BACCAN, N. ANDRADE, J.C., GODINHO, O.E.S. & BARONE, J.S., *Química Analítica Quantitativa Elementar*, Campinas, Editora Edgard Blücher Ltda., 1985.

EXPERIMENTO 2 – DETERMINAÇÃO DO TEOR DE AÇÚCAR EM REFRIGERANTES

1) OBJETIVO

Construir uma curva-padrão da densidade de soluções aquosas de açúcar em função da concentração.

Determinar o teor de açúcar presente em bebidas e refrigerantes comerciais através de sua densidade.

2) PROCEDIMENTO

2.1) Construção da curva-padrão

Prepare 6 soluções de açúcar (sacarose) em água, na faixa de 0 a 20 % em massa de açúcar (por exemplo: 0, 4, 6, 12, 16 e 20%). Use balões de 25 ou 50 mL.

Meça 10 mL de cada uma das soluções usando pipeta volumétrica e pese-os numa balança, usando um Becker pequeno (50 mL).

Anote a temperatura em que o experimento está sendo feito. Meça a temperatura da água.

Construa um gráfico da densidade da solução (**d, g/mL** no eixo y) em função da quantidade de açúcar dissolvido (**g de açúcar/ mL** de solução, no eixo x).

2.2) Determinação do teor de açúcar presente em bebidas e refrigerantes comerciais

Obs. O CO_2 presente na bebida deve ser primeiramente removido por agitação, durante pelo menos 20 minutos. Sucos ou bebidas em suspensão (com corpo de fundo) não devem ser utilizados neste experimento.

Meça da mesma forma que no item **a**, 10 mL de solução-amostra e pese-os.

Utilizando o gráfico construído no item a, determine o teor de açúcar na bebida considerada (em g/mL).

3) QUESTÕES PARA ESTUDO

1. Verifique a consistência de seus dados, através da análise de regressão linear de sua curva, usando uma calculadora ou um computador.
2. Expresse a concentração de açúcar em sua amostra, indicando a respectiva precisão, em % em massa, g/L e mol/L.
3. Comparando seus dados com os de outros colegas, o que você pode dizer sobre o teor de açúcar nessas bebidas? Qual a faixa de concentração de açúcar nos refrigerantes e sucos usuais? Os refrigerantes ditos “diet” ou “light” contêm açúcar?
4. Por que é importante a temperatura em que foi realizado o experimento?
5. A informação do teor de açúcar em sucos, refrigerantes e bebidas em geral é importante para o consumidor? Por quê?

4) BIBLIOGRAFIA

1) J. Chem. Educ., 1998, 75, 1122-1123 – Determination of sugar content in commercial beverages by density.

EXPERIMENTO 3 – IDENTIFICAÇÃO DE SUBSTÂNCIAS

1) OBJETIVO

Desenvolver o senso crítico, o raciocínio e a prática de observação para a investigação de propriedades físicas e químicas de algumas substâncias de uso cotidiano. Utilizar as informações obtidas para identificar substâncias em misturas.

2) MATERIAIS E REAGENTES

• Becker	• açúcar
• NaOH 0,1 mol/L	• $NaHCO_3$ sólido
• HCl 0,1 mol/L	• Na_2CO_3 sólido
• NaCl sólido	• vidro moído
• $CaCO_3$ sólido	• H_3BO_3 sólido
• $CaSO_4$ sólido	• iodo 0,1 mol/L

3) PROCEDIMENTO

3.1) Investigando as propriedades de substâncias químicas

Embora as substâncias disponíveis para a investigação tenham aspecto parecido, elas possuem propriedades bastante distintas que podem ser utilizadas para distingui-las.

Utilize o cheiro num primeiro instante e faça anotações. Observe o que acontece ao aquecer os sólidos.

Após tentar dissolvê-los em água, tente em solução diluída de ácido clorídrico e hidróxido de sódio. Anote suas observações.

Verifique se ao misturar cada um dos sólidos com solução de iodo isto resulta na ocorrência de alguma transformação química.

Avalie, com indicadores apropriados, o pH das soluções de soluções aquosas preparadas com cada uma das substâncias em questão,

Finalmente, investigue a propriedade eletrolítica destas soluções, isto é, se elas permitem a passagem de corrente elétrica.

Com base nas informações obtidas e sabendo que as substâncias estudadas são cloreto de sódio, açúcar, bicarbonato de sódio, amido, carbonato de sódio, sulfato de cálcio, carbonato de sódio, vidro moído e ácido bórico, tente identificar cada um dos sólidos.

3.2) Identificação de substâncias em misturas

Cada dupla deve preparar uma mistura contendo pelo menos 2 de cada um dos sólidos investigados e entregá-la para uma dupla vizinha, que então realizará sua identificação. Utilizando as informações sobre as características de cada substância, identificar a composição da mistura recebida.

4) QUESTÕES PARA ESTUDO

Descreva as observações experimentais, com a interpretação correspondente. No caso de ocorrer reações químicas, estas devem ser equacionadas. Descreva sua concepção sobre método científico e como ele foi exercitado neste experimento. Descreva as observações efetuadas durante os ensaios e sempre que possível tente explicá-las com linguagem apropriada. Discuta a possibilidade de interferências nos testes envolvendo a análise da amostra contendo mais de um dos sólidos. Sugira experimentos adicionais que poderiam ser feitos para identificar com mais segurança os sólidos fornecidos.

5) BIBLIOGRAFIA

1) VOGEL, A.I, et al., Química Analítica Qualitativa, Editora Mestre Jou, 1981.
2) Textos sobre o método científico. Por exemplo, endereço eletrônico: HTTP://biology.clc.uc.edu/courses/bio104/sci_meth.htm

EXPERIÊNCIA 4 - DETERMINAÇÃO DA MASSA MOLAR DE UM GÁS

1) OBJETIVO

⇒ Interpretar as leis que reagem o comportamento dos gases ideais
⇒Utilizar a equação da lei do gás ideal, PV=nRT
⇒Medir o volume e a massa de um gás
⇒Utilizar a pressão de vapor no cálculo da pressão de um gás coletado sobre a água.

2) INTRODUÇÃO

A maioria dos gases reais mostra um comportamento aproximado ao de um gás ideal, especialmente se a pressão não for muito alta e a temperatura não for muito baixa. Para uma amostra de gás constituído de certo número de mols de moléculas, há três grandezas mensuráveis, ou variáveis, que são matematicamente relacionadas entre si. Estas são: volume, pressão e temperatura.

•Relação pressão-volume: *Lei de Boyle*: O aumento da pressão diminui o volume de um gás de tal modo que o produto da pressão e volume permanece constante.

PV = k ou P = k 1/V

onde, P representa a pressão do gás, V é o volume e k é uma constante. Isto significa que se dobrarmos a pressão, o volume será dividido ao meio. Se triplicarmos a pressão, o volume ficará V/3 do seu valor original, etc.

•Efeitos da temperatura: *Lei de Charles*: V α T

Esta relação simples indica que o volume de uma quantidade determinada (número de mols) de um gás é diretamente proporcional a sua temperatura na escala de Kelvin se a pressão é mantida constante.

Combinando as duas expressões, a da Lei de Boyle e a da Lei de Charles, temos a lei combinada dos gases;

$$\frac{P_2V_2}{T_2} = \frac{P_1V_1}{T_1}$$

Outra relação importante é V α n, ou seja, o volume (V) de um gás é diretamente proporcional ao número de mols (n) desse gás. Avogadro em 1811 sugeriu que volumes iguais de gases diferentes contêm a mesma quantidade de moléculas quando medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura. Isto hoje é conhecido como princípio de Avogadro.

•A lei do gás ideal: as leis de Boyle, de Charles e o Princípio de Avogadro podem ser resumidos pela combinação das 3 proporcionalidades;

$V\alpha\frac{1}{P}T;$ ou seja; $V = R\frac{1}{P}T,$ onde R = constante de proporcionalidade (R=0,0821 L.atm.K^{-1}.mol^{-1}). Essa igualdade é comumente escrita na forma; PV=nRT e é conhecida como lei do gás ideal ou lei do gás perfeito.

•Mistura de gases: Lei de Dalton ou Lei das pressões parciais, que os gases exerceriam se cada um estivesse sozinho no recipiente.

$$P_{total} = P_a + P_b + P_c + ...$$

O volume ocupado por um mol, ou volume molar de um gás ideal nas CNTP é 22,4 L.

Gases coletados sobre água: é comum no laboratório coletar um gás pelo deslocamento de água. Nesta experiência o gás butano é coletado pelo deslocamento da água (Figura abaixo). Quando o nível da água dentro da proveta que coleta o gás é o mesmo que o nível do lado de fora, $P_{total} = P_{atm.}$

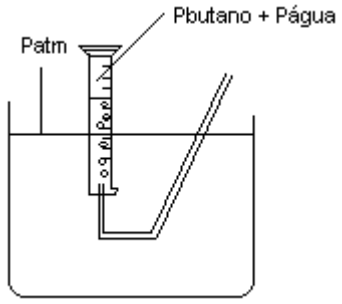


Figura 1

Medindo-se a temperatura da água, a pressão de vapor d`água, $P_{água}$, pode ser obtida (vide tabela 1, no final do roteiro da experiência) e assim P_{butano} pode ser calculada por subtração: $P_{butano} = P_{atm} - P_{água}$.

•Ebulição: A tendência das moléculas escaparem da fase líquida para a gasosa é medida pela pressão de vapor. Quando se eleva a temperatura de um líquido, tal tendência aumenta até o ponto em que ocorre a ebulição. A ebulição consiste na formação de bolhas de vapor (gás) no meio líquido. Essas bolhas podem se formar quando a pressão de vapor torna-se igual á pressão exercida sobre o líquido. Se a pressão exercida for 1 atm ou 760 mmHg, a água entrará em ebulição a 100°C. Porém a uma pressão menor, digamos 355,1 mmHg, a água entrará em ebulição a 80°C, e a uma pressão de 1268 mmHg a água só entrará em ebulição a 115°C.

3) MATERIAIS E REAGENTES

- balança	- tubo de borracha
- termômetro	- proveta (100 mL)
- bacia	- isqueiro
- seringa	- Becker de 250 mL
- kitassato	

4) PROCEDIMENTO

A- Determinação da massa molecular de um gás

Uma proveta de 100 mL é preenchida com água e invertida numa bacia, com água. (ver Figura 1). Uma das extremidades de um tubo de borracha é colocada no interior da proveta e a outra extremidade é conectada a um isqueiro de gás (tipo Bic). Quando a válvula do isqueiro é aberta pressionada o botão, gás butano é liberado deslocando a água do interior da proveta.

Obs1: Deixe as janelas do laboratório abertas.

Proceda da seguinte forma:

1– Pese o isqueiro até 0,01g (duas casas depois da vírgula). Anote o peso na folha de dados.
2– Conecte o tubo de borracha na saída de gás do isqueiro.
3– Mergulhe a proveta dentro da bacia com água até 2/3 de seu volume, e inverta-a de modo a ficar completamente cheia de água. Esteja certo que a proveta não contém bolhas de ar.
4– Meça a temperatura da água e anote.
5– Enquanto um colega segura a proveta, o outro coloca a extremidade da mangueirinha dentro da proveta, e segurando o isqueiro aperte o gatilho lentamente de modo a liberar o gás. Incline a proveta um pouco para não estrangular a mangueirinha.
6– Colete gás suficiente para deslocar aproximadamente 90 mL de água e feche o registro do isqueiro. Posicione a proveta de modo que o nível da água dentro e fora da mesma seja o mesmo. Deste modo, a pressão interna e externa serão iguais.
7– Leia o volume do gás direto na proveta.
8– Remova o tubo de isqueiro e pese-o novamente. Caso o isqueiro esteja molhado, use uma toalha de papel para secá-lo.
9– Calcule a massa do gás pela diferença do peso do isqueiro nas duas pesagens.

Repita o experimento por três vezes para obter uma média nas medidas.

Obs2: Se a conexão do tubo ao isqueiro vazar, seus resultados estarão errados.

B- O efeito da pressão no ponto de ebulição.

Uma seringa é preenchida pela metade com água a uma temperatura aproximadamente de 80°C. O bico da seringa é vedado. Quando o êmbolo é puxado um pouco, a pressão diminui, e a água entra em ebulição naquela temperatura.

Proceda da seguinte forma:

1- A água é aquecida em uma chapa elétrica a 80°C.
2- Usando uma seringa plástica de 50 mL, succione 10 mL de água quente. Devolva a água para o Becker e repita a operação de modo a aquecer a seringa.
3- Segure a seringa com o bico para cima e remova todo o gás do seu interior.
4- Conecte um pequeno pedaço de tubo de borracha na extremidade da seringa e aperte com os dedos de modo a impedir a entrada de ar (conserve o bico da seringa para baixo e puxe suavemente o êmbolo da seringa).
5- A medida que o êmbolo é puxado para fora, a pressão no interior da seringa diminui e a água entra em ebulição.

Notas: 1- Não puxe o êmbolo com muita força. Faça devagar e com cuidado.
2- Segure sempre a seringa com o bico para baixo quando puxar o êmbolo.
3- Quando terminar seque o seu local de trabalho e deixe o material organizado.

Tabela1: Variação da pressão de vapor dágua com a temperatura.

Temperatura (°C)	Pressão (mmHg)
15	12,8
16	13,6
17	14,5
18	15,5
19	16,5
20	17,5
21	18,6
22	19,8
23	21,1
24	22,4
25	23,8
26	25,2
27	26,7
28	28,4
29	30,0
30	31,8

Tabela 1. Pressão máxima do vapor d'água saturado para alguns valores de temperatura.

T(°C)	19	21	24	27	30	33	36	39
P(Torr)	16,5	18,7	22,4	26,7	31,8	37,7	44,6	52,5

5) BIBLIOGRAFIA

1) BRADY, J. & HUMISTON, G. E. *Química Geral*, Vol. 1, Cap. 6 e 10, Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., Rio de Janeiro, 1986.
2) MAHAN, B., *Química um Curso Universitário*, São Paulo, Ed. Edgard Blücher Ltda., 411 edição, 1995, 582p.

EXPERIMENTO 5 – VELOCIDADE DAS REAÇÕES QUÍMICAS

1) OBJETIVO

Verificar o efeito da concentração dos reagentes, da temperatura, do meio reacional e da presença de catalisador na velocidade da reação.

2) INTRODUÇÃO

A velocidade de uma reação química refere-se à variação na concentração de uma substância por unidade de tempo. Durante uma reação química, as quantidades de reagentes diminuem com o passar do tempo, e as quantidades de produtos aumentam. É possível descrever a velocidade da reação com base no aumento da concentração de um produto ou na diminuição da concentração de um reagente por unidade de tempo.

A velocidade de uma reação química homogênea pode ser expressa pela concentração dos reagentes. Seja a reação genérica:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

$$\text{Velocidade de reação} = -\frac{1}{a}\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b}\frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c}\frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d}\frac{d[D]}{dt}$$

A expressão matemática que mostra como a velocidade da reação depende da concentração é chamada equação diferencial de velocidade, que pode ser expressa como o produto da concentração dos reagentes, cada qual elevados a uma potência que representa a ordem de reação.

$$-\frac{1}{a}\frac{d[A]}{dt} = K\,[A]^n.\,[B]^m$$

O expoente “n” é a ordem da reação em relação ao reagente A, o “m” é a ordem da reação em relação ao reagente B e a soma “m+n” é chamada de ordem global da reação. A constante k é a constante específica de velocidade da reação.

Neste experimento será estudada a influência da variação dos reagentes e da temperatura na seguinte reação:

$$Na_2S_2O_{3(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + S_{(s)} + SO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

A velocidade de formação dos produtos, neste caso, é determinada pelo aparecimento de uma turvação a qual é devida à produção de enxofre coloidal.

O estudo da influência do catalisador na velocidade de uma reação química é feito segundo a reação:

$$2\,Fe(SCN)_{3(aq)} + 2\,Na_2S_2O_{3(aq)} \rightarrow 2\,Fe(SCN)_{2(aq)} + 2\,NaSCN_{(aq)} + Na_2S_4O_{6(aq)}$$

O tiocianato férrico tem uma coloração vermelho tijolo que desaparece quando em contato com o tiossulfato de sódio.

3) MATERIAIS E REAGENTES

• Tubos de ensaio	• H_2SO_4 0,2 mol/L;
• Pipeta graduada (1 e 10 mL);	• Solução de ácido oxálico 0,5 mol/L;
• Bastão de vidro;	• Solução de $Na_2S_2O_3$ 0,1 mol/L.
• Chapa de aquecimento	• Solução de $CuSO_4$ 0,1 mol/L.
• Termômetro;	• Solução de $Fe(SCN)_3$
• Cronômetro;	

4) PROCEDIMENTO

PARTE A: Influência da Concentração:

Seja a reação:

$$Na_2S_2O_{3(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + S_{(s)} + SO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

A.1 - ***Influência da Concentração do Tiossulfato de Sódio***

1. Adicionar em 4 tubos de ensaios limpos e secos as quantidades descritas abaixo:

TUBO	$Na_2S_2O_3$ (0,1 mol/L)	H_2O destilada	Volume total
1	6 mL	0 mL	6 mL
2	4 mL	2 mL	6 mL
3	3 mL	3 mL	6 mL
4	2 mL	4 mL	6 mL

2. Em outros 4 tubos de ensaio, adicionar (em cada um) 6 mL de H_2SO_4 0,2 mol/L.

3. Verter um tubo com H_2SO_4 no tubo nº 1 com $Na_2S_2O_3$ e, imediatamente, cronometrar o tempo da mistura das soluções até o aparecimento de uma turvação (formação de enxofre coloidal).

Obs.: fazer uma marca com caneta num papel branco e colocá-lo sob o tubo. O término da contagem do tempo é definido pelo desaparecimento da marca colocada embaixo do tubo (visto de cima do tubo).

4. Repetir o mesmo procedimento (item 3) para todos os outros tubos, medindo os tempos e anotando-os na tabela abaixo.

TUBO	Volume total (mL)	[$Na_2S_2O_3$] mol/L	Tempo (s)
1			
2			
3			
4			

A.2- ***Influência da Concentração do Ácido Sulfúrico***

1. Adicionar em 4 tubos de ensaios limpos e secos as quantidades descritas abaixo:

TUBO	H_2SO_4 0,2 mol/L	H_2O destilada	Volume total
1	6 mL	0 mL	6 mL
2	4 mL	2 mL	6 mL
3	3 mL	3 mL	6 mL
4	2 mL	4 mL	6 mL

2. Em outros 4 tubos de ensaio, adicionar (em cada um) 6 mL de $Na_2S_2O_3$ 0,1 mol/L e misturar um tubo com $Na_2S_2O_3$ com o 1º tubo com H_2SO_4 e, imediatamente, cronometrar o tempo da mistura das soluções até o aparecimento de uma turvação.

3. Repetir o mesmo procedimento (item 2) para todos os outros tubos, medindo os tempos e anotando-os na tabela abaixo.

TUBO	Volume total (mL)	[H_2SO_4] mol/L	Tempo (s)
1			
2			
3			
4			

PARTE B: Influência da temperatura

1. Numerar 3 tubos de ensaios limpos e secos.
2. Adicionar a cada um dos tubos 4 mL $Na_2S_2O_3$ 0,1 mol/L.
3. Em outros 3 tubos de ensaios, pipetar 4 mL H_2SO_4 0,2 mol/L em cada tubo.

4. Colocar os seis tubos num Becker de 250 mL com água (banho-maria) e aquecer até 30ºC, utilizando um termômetro dentro do Becker para medir a temperatura.

5. Verter um dos tubos de H_2SO_4 0,2 mol/L no tubo nº 1 de $Na_2S_2O_3$ e, imediatamente, cronometrar o tempo até a turvação completa.

6. Repetir o processo do item 5, agora com a temperatura em 40ºC, e depois com a temperatura em 50ºC.

Tubo	Temperatura	Tempo (s)
1		
2		
3		

PARTE C: Influência do catalisador

Seja a reação:

$$2\ Fe(SCN)_{3(aq)} + 2\ Na_2S_2O_{3(aq)} \rightarrow 2\ Fe(SCN)_{2(aq)} + 2\ NaSCN_{(aq)} + Na_2S_4O_{6(aq)}$$

1. Em dois tubos de ensaio, adicionar (em cada tubo) 5 mL de $Na_2S_2O_3$ 0,1 mol/L.
2. Em outros dois tubos, adicionar (em cada tubo) 5 mL de solução de $Fe(SCN)_3$.
3. Verter um tubo de $Fe(SCN)_3$ em um tubo de $Na_2S_2O_3$ e, imediatamente, cronometrar o tempo da mistura das soluções. O término da contagem do tempo é definido pelo desaparecimento da cor alaranjada.
4. Adicionar o tempo na tabela abaixo.
5. Adicionar 2 gotas de $CuSO_4$ no tubo nº 2 de $Na_2S_2O_3$.
6. Verter o outro tubo de $Fe(SCN)_3$ no tubo nº 2 de $Na_2S_2O_3$ e $CuSO_4$, cronometrando o tempo da mistura das soluções.

TUBO	TEMPO (s)
1	
2	

5) QUESTÕES PARA ESTUDO

1. Qual a influência da concentração dos reagentes na velocidade da reação na parte A? Determine a ordem de reação de cada um deles e a lei de velocidade da reação obtida experimentalmente.
2. É possível supor que esta reação química seja um processo elementar?
3. De acordo com os resultados obtidos, qual foi a influência da temperatura na velocidade da reação na parte B?
4. Qual foi a influência do catalisador na velocidade da reação observada na parte C? De que maneira um catalisador pode influenciar a velocidade de uma reação química?

6) BIBLIOGRAFIA

1) KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. Química Geral 1 e reações químicas. 6.ed. São Paulo:Thompson, 2003. 672p.
2) Chemical Action, A Teacher´s Manual of Experiments, 1969, parte 3.
3) BROWN, T. L.; LEMAY, H. E. Jr; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. Química – A ciência central. 9.ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005. 972p.

EXPERIMENTO 6 – LEI DE HESS

1) OBJETIVO

⇒ Conceituar energia e calor de reação.
⇒ Compreender a relação entre reação química e energia.
⇒ Verificar a Lei de Hess através das reações exotérmicas.

2) INTRODUÇÃO

As reações químicas são acompanhadas por **trocas de energia**. De forma geral, a energia contida nos reagentes é diferente da energia contida nos produtos quando realizamos uma reação química. Esta diferença pode resultar num AQUECIMENTO ou num RESFRIAMENTO do sistema em que ocorre a reação.

Assim, o que vem a ser **ENERGIA**? Energia é a capacidade de realizar trabalho. E o calor é uma forma de energia que é medido e sentido na vizinhança do sistema onde ocorre a reação. A transferência de calor entre reagentes e produtos é estudada na **TERMOQUÍMICA.**

Quando o sistema reacional libera calor para o meio ambiente, significa que a energia dos produtos é menor que a dos reagentes, e esse excesso é liberado para o ambiente. Este tipo de reação é chamada de reação **EXOTÉRMICA**. E quando o sistema necessita de energia para se processar, ou seja, absorve calor do meio ambiente temos uma reação **ENDOTÉRMICA**. Isto é, a energia dos produtos é maior que a dos reagentes. A maioria das reações é exotérmica, pois existe uma tendência natural no sentido de ser conseguido um estado de menor energia, isto é, as reações químicas são favorecidas quando resultam em novas substâncias com menor conteúdo energético que as substâncias reagentes.

A energia, em forma de calor liberado ou absorvido durante uma reação química, é denominada **CALOR DE REAÇÃO.** Entretanto, o **CALOR DE REAÇÃO** depende das condições em que a reação se processa, principalmente se essa ocorre a volume constante (sistema fechado) ou em pressão constante (sistema aberto). O segundo caso é mais comum, já que, na maioria das vezes, as reações químicas se processam em sistemas abertos, tais como em Beckeres, tubos de ensaio etc. Podemos definir então que **CALOR DE REAÇÃO** é a diferença entre as ENTALPIAS (H) dos reagentes e dos produtos. $\Delta H = \sum H_{produtos} - \sum H_{reagentes}$

ΔH será negativo para reações exotérmicas e ΔH será positivo pra reações endotérmicas.

Em qualquer transformação química ou física ocorre a conservação da energia. Assim, podemos determinar não apenas o sinal de ΔH para uma reação, como também o seu valor. Para isto, usamos o fato de que o valor de ΔH é igual à quantidade de fluxo de calor à pressão constante. E podemos utilizar a seguinte fórmula: $\mathbf{Q = m .c .\Delta t}$

Onde: Q = Calor (absorvido ou liberado);
m = massa(g);
c = calor específico (J/gºC ou cal/gºC);
$\Delta t = t_{final} - t_{inicial}$ (ºC).

Se o calor envolvido na transformação for trocado entre a água podemos utilizar os dados referentes à água passando a ter:

Q = Calor absorvido ou liberado pela reação;
m = massa da água (g);
c = calor específico da água (4,18J/gºC ou 1cal/gºC);
$\Delta t = t_{final} - t_{inicial}$ (ºC).

O calor envolvido nas reações químicas pode ser medido em um **calorímetro.** No caso desta experiência, o calorímetro é um Erlenmeyer. A soma dos calores absorvidos pelo calorímetro (solução + Erlenmeyer), $\mathbf{Q_1 + Q_2}$, é o calor liberado pela reação, e este deve ser dividido pelo número de mol de NaOH, a fim de que o resultado da entalpia seja obtido em cal/mol, tal como o tabelado.

Nesta experiência, você vai verificar a validade da **Lei de Hess** através de três reações exotérmicas:

1) $NaOH_{(s)} \longrightarrow NaOH_{(aq)}$
2) $NaOH_{(s)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
3) $NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

Assim, você vai, experimentalmente, avaliar o calor molar de reação para as três reações. Somando os valores da primeira e terceira reações, você verificará que coincidem com o resultado experimental da segunda reação, pois a soma das duas anteriores.

Portanto: $\Delta H_2 = \Delta H_1 + \Delta H$

3) MATERIAIS E REAGENTES

- 3 Erlenmeyer de 250 mL	- Bastão de vidro
- Termômetro	- Capela
- Balança analítica	- Água destilada
- Proveta de 100 mL	- HCl 1 mol/L
- Espátula	- NaOH sólido
- Vidro de relógio	- NaOH 1 mol/L

4) PROCEDIMENTO

4.1) Dissolução do NaOH sólido na água

Pese um Erlenmeyer de 250 mL e coloque 50 mL de água destilada e com o termômetro meça a temperatura e anote. Pese rapidamente 2,0 g de hidróxido de sódio em um vidro de relógio e adicione-o à água no Erlenmeyer e agite, cuidadosamente, até dissolução completa. Meça a temperatura máxima atingida neste processo. Reserve esta solução para a parte 4.3.

4.2) Reação de $HCl_{(aq)}$ com $NaOH_{(s)}$

Pese um Erlenmeyer de 250 mL e coloque 50 mL de HCl 1 mol/L e com o termômetro meça a temperatura de equilíbrio e anote. Pese aproximadamente 2,0 g de hidróxido de sódio e adicione-o nos 50 mL de HCl. Agite cuidadosamente, e meça a temperatura máxima atingida neste processo.

4.3) Reação de $HCl_{(aq)}$ com $NaOH_{(aq)}$

Pese um Erlenmeyer de 250 mL e coloque 50 mL de NaOH 1 mol/L (preparado no item 4.1) e com o termômetro meça a temperatura de equilíbrio e anote. Na proveta de 100 mL, coloque 50 mL de HCl 1 mol/L e, no momento em que estiver em equilíbrio com o ambiente, adicione-o ao Erlenmeyer com NaOH. Agite cuidadosamente com o termômetro e anote a temperatura máxima.

Dados: c (HCl) = 0,34 cal/g.ºC c (NaOH) = 0,94 cal/g.ºC
c (H_2O) = 1,0 cal/g. ^oC c (Erlenmeyer) = 0,25 cal/g. ^oC
c (NaCl) 1 mol/L = 0,93 cal/g.ºC c (NaCl) 0,5 mol/L = 0,96 cal/g.ºC

	1ª Reação	2ª Reação	3ª Reação
T de equilíbrio (ºC)			
T máxima (ºC)			
Massa do Erlenmeyer (g)			
Massa da solução (g)			

5) RESULTADOS

		Valores Teóricos
$\Delta H_{1\ exp.}$		- 11,2 Kcal/mol
$\Delta H_{3\ exp.}$		- 13,8 Kcal/mol
$\Delta H_{1\ exp.} + \Delta H_{3\ exp.}$		
$\Delta H_{2\ exp.}$		- 24,4 Kcal/mol

6) QUESTÕES PARA ESTUDO

1) Demonstre a Lei de Hess através do equacionamento das equações químicas.
2) Não se esperaria que a dissolução de um sólido absorvesse calor? Como se explica o efeito exotérmico na dissolução do NaOH sólido?
3) Calcule os erros absolutos comparando com os valores teóricos.

7) BIBLIOGRAFIA

1) SILVA, R.R.; BOCCHI, N.; ROCHA FILHO, R.C. Introdução à química experimental. São Paulo: Mc Graw Hill, 1990.
2) BRADY, J. & HUMISTON, G.E., Química Geral Vol. 1, Capítulo 1, Rio de Janeiro, Livros Técnicos e Científicos, Editora S.A., 1986.

EXPERIMENTO 7– DESLOCAMENTO DO EQUILÍBRIO QUÍMICO

1) OBJETIVO

Verificar a influência da concentração e da temperatura no deslocamento de um equilíbrio químico e o efeito do íon comum. Demonstrar a reversibilidade das reações químicas.

2) INTRODUÇÃO

No estado de equilíbrio químico a razão entre a concentração de reagentes e produtos é constante. O que significa dizer que a velocidade da reação direta é igual à velocidade da reação inversa e, por isso, não é mais observado modificações macroscópicas do sistema em estudo. Diz-se que o equilíbrio químico é dinâmico, pois as reações direta e inversa continuam a ocorrer, com velocidades iguais, porém opostas.

As concentrações das substâncias em equilíbrio, numa determinada temperatura, guardam entre si uma relação definida que é expressa pela equação genérica da constante de equilíbrio químico, K.

$$aA\ (aq) + bB\ (aq) \rightleftharpoons cC\ (aq) + dD\ (aq)$$

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

O equilíbrio químico pode ser alterado pela aplicação de forças externas, que podem ser mudanças de temperatura, de pressão (se houver reagentes ou produtos gasosos) de volume ou na concentração total de um reagente ou produto.

O Princípio de Le Chatelier estabelece que a posição do equilíbrio sempre se deslocará na direção que minimize a ação de uma força externa aplicada ao sistema. Isto significa que se houver aumento da temperatura de um sistema reacional, provoca-se a reação química que contribui para resfriar o sistema (consumindo energia térmica). Ou ainda, se houver o aumento proposital de um dado reagente ou produto, o equilíbrio favorecerá a reação de consumo desta substância em excesso até que seja retomado um novo estado de equilíbrio. Da mesma forma, quando um componente é removido do sistema em equilíbrio, ocorrerá um deslocamento para repor este componente.

1 – Na primeira parte da experiência se faz uso da reação reversível:

$$\underset{\text{(laranja)}}{Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)}} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2\ \underset{\text{(amarelo)}}{CrO_4^{2-}{}_{(aq)}} + 2H^+{}_{(aq)}$$

Em presença de íons $Ba^{2+}{}_{(aq)}$, os íons dicromato e cromato formam os sais:

$$BaCr_2O_{7(aq)}\ \textbf{(solúvel)} \quad \textbf{e} \quad BaCrO_{4(s)}\ \textbf{(insolúvel)}$$

2 – Na segunda parte da experiência se emprega a reação reversível:

$$\underset{\text{(rosado)}}{Co^{2+}{}_{(aq)}} + 4\ Cl^-{}_{(aq)} \rightarrow \underset{\text{(azul)}}{CoCl_4^{2-}{}_{(aq)}}$$

3) MATERIAIS E REAGENTES

• Tubos de ensaio	• NaOH 1 mol/L
• Pipeta	• HCl 1 mol/L
• Becker	• Solução de $AgNO_3$ 0,1 mol/L.
• KCl sólido	• Solução de $NaCrO_4$ 0,05 mol/L
• Solução de KCl 0,1 mol/L	• Solução de KCr_2O_7 0,05 mol/L
• Solução de $CoCl_2$ 0,25 mol/L	• Solução de $BaCl_2$ 0,05 mol/L
• HCl concentrado	• $CoCl_2$ sólido

4) PROCEDIMENTO

1ª PARTE: Prepare 6 tubos de ensaio, limpos e numerados.

Nos tubos **1, 5 e 6**: coloque 2 mL de solução de cromato de sódio.

Nos tubos **2, 3 e 4**: coloque 2 mL de solução de dicromato de potássio.

Agite continuamente com bastão de vidro e adicione gota a gota:

TUBO 1 (Cromato): 2 mL de HCl
TUBO 2 (Dicromato): 2 mL de NaOH
TUBO 3 (Dicromato): 2 mL de $BaCl_2$ e 2 mL de HCl
TUBO 4 (Dicromato): 2 mL de $BaCl_2$ e 2 mL de NaOH
TUBO 5 (Cromato): 2 mL de $BaCl_2$ e 2 mL de HCl
TUBO 6 (Cromato): 2 mL de $BaCl_2$ e 2 mL de NaOH

Observe as cores de cada tubo e registre-as na seguinte tabela:

TUBO	**1 Cromato**	**2 Dicromato**	**3 Dicromato**	**4 Dicromato**	**5 Cromato**	**6 Cromato**
Cor Inicial						
Cor com $BaCl_2$	----------	----------				
Cor Final						

2ª PARTE: Coloque 2,5 mL de cloreto de cobalto 0,25 mol/L em 6 tubos de ensaio. Nestes, adicione volumes de HCl 12 mol/L e água destilada conforme indicado na tabela abaixo:

TUBO	**Volume $CoCl_2$ 0,25 mol/L**	**Volume HCl 12 mol/L**	**Volume H_2O**	**Volume Total**	**COR**	**Conc. Inicial**	
						Co^{2+}	**HCl**
1	2,5	0	5,0	7,5			
2	2,5	2,0	3,0	7,5			
3	2,5	3,0	2,0	7,5			
4	2,5	3,5	1,5	7,5			
5	2,5	4,0	1,0	7,5			
6	2,5	5,0	0	7,5			

Obs: a concentração inicial é a concentração logo após a diluição.

A) Misture bem e registre as cores na tabela acima. Selecione o tubo que apresenta a cor intermediária e divida em três porções iguais. Aqueça a primeira porção em um Becker com água da torneira e coloque a segunda porção em um copo contendo gelo, mantendo a terceira porção como padrão de comparação. Compare as cores das soluções aquecida e resfriada com a padrão e interprete os resultados em termos de deslocamento de equilíbrio.

Registre no quadro a seguir as cores adquiridas pelas soluções em cada tubo após aquecimento e resfriamento.

TUBO	**PADRÃO**	**AQUECIDO**	**RESFRIADO**
COR FINAL			

Complete o quadro abaixo com as alterações que acontecem com as concentrações de cada componente durante o aquecimento e o resfriamento.

	AQUECIMENTO	**RESFRIAMENTO**
Co^{2+}		
Cl^-		
$CoCl_4^{2-}$		

B) Misture as três porções e redivida (agora na temperatura ambiente novamente) em quatro novas porções.

Adicione alguns cristais de $CoCl_2$ na primeira porção, agitando até dissolver. Repita este procedimento adicionando cristais de KCl na segunda porção e gotas de $AgNO_3$ na terceira porção, mantendo a quarta porção como padrão de comparação.

Após a dissolução completa, compare com a solução padrão e complete o quadro a seguir:

		Co^{2+}	Cl^-	$AgNO_3$
TUBO	**Padrão**	**1**	**2**	**3**
COR				

C) Dobre o volume do tubo 6 do início da experiência com água destilada e observe a mudança de coloração.

5) QUESTÕES PARA ESTUDO

1ª PARTE

1) Explique as causas das mudanças de cor e o que ocorreu em cada tubo, dizendo por que houve deslocamento de equilíbrio.

2ª PARTE

1) Escreva a expressão matemática para K_{eq}.
2) Com base nos resultados obtidos após o resfriamento e aquecimento, demonstre o que acontece com a K_{eq}.
3) Os resultados anteriores demonstram quanto ao sentido endotérmico e exotérmico da reação?
4) Diga em que sentido se deslocou o equilíbrio em cada um dos tubos da do item 2B. Justifique sua resposta.
5) Explique o que acontece com a concentração de cada espécie (item 2B) quando um novo equilíbrio é atingido (em relação ao equilíbrio anterior, ou seja, antes da perturbação).
6) Explique as alterações ocorridas devido ao procedimento no item 2C.

6) BIBLIOGRAFIA

1) KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. Química Geral 1 e reações químicas. 5.ed. São Paulo:Thompson, 2003. 672p.
2) ATKINS, P. W.; JONES, L. Princípios de Química – Questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2001. 914p.
3) BROWN, T. L.; LEMAY, H. E. Jr; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. Química – A ciência central. 9.ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005. 972p.

EXPERIMENTO 8 – EQUILÍBRIO ÁCIDO-BASE

1) OBJETIVO

⇒ Investigar a ação de um indicador em titulações ácido-base.
⇒ Avaliar a utilização de pigmentos vegetais como indicadores ácido-base.
⇒ Determinar a concentração de ácido clorídrico e acético por titulação ácido-base.

2) INTRODUÇÃO

Na ciência e na indústria, freqüentemente é necessário determinar a concentração de íons em soluções. Para determinar a concentração de um ácido ou uma base, um método chamado titulação é utilizado. Titulação utiliza o fato de que ácidos são neutralizados por bases para formar sal + água. A equação da reação de neutralização é $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$, significando que um íon hidrogenado neutraliza um íon hidroxila. O número total de íons hidrogênio é igual ao volume da solução multiplicado pela concentração de íons hidrogênio em mol/L.

$$n = M \times V$$

onde n = n.º de moles de íons hidrogênio
V = volume da solução (litros)

M = molaridade

No ponto em que uma solução ácida foi completamente neutralizada por uma solução básica, o nº de íons hidrogênio é igual ao nº de íons hidroxilas.

$$n_{OH^-} = n_{H^+}$$

Substituindo n por M x V, obtemos:

$$M_{OH} \times V_{OH} = M_H \times V_H$$

Com esta fórmula, partindo de um volume conhecido de uma solução com concentração desconhecida e o volume e a concentração de uma solução padrão, podemos calcular a concentração desconhecida.

O ponto quando a base neutraliza completamente um ácido (ou vice versa) pode ser detectado com um indicador que muda de cor com um excesso de íons H^+ ou OH^-. Fenolftaleína é um indicador desse tipo ou ácida fenolftaleína é incolor, mas com o menor excesso de íons OH^- numa solução neutra ela torna-se cor-de-rosa.

3) MATERIAIS E REAGENTES

Becker	Balão volumétrico 100 mL
Bastão de vidro	NaOH 0,1 mol/L
Bureta	Vinagre branco
Pipetas de 10 mL	Fenolftaleína
Proveta de 50 mL	HCl 0,1 mol/L
Suporte universal de ferro	$NaHCO_3$ 0,1 mol/L
Agarradores	Na_2CO_3 0,1 mol/L
Erlenmeyer de 125 mL	CH_3COONa 0,1 mol/L

4) PROCEDIMENTO

4.1) Indicadores ácido-base

Nesta parte do experimento, você irá investigar a possibilidade de utilização de pigmentos vegetais como indicadores ácido-base. Traga para o laboratório pétalas coloridas de flores (de preferência de tons violáceos, como azálea, quaresmeira, violeta africana, beijo-de-frade, etc.) ou folhas de repolho roxo. Prepare os extratos aquecendo 3 a 5 g do tecido vegetal, previamente picado, com 10 a 20 mL de água destilada. Mantenha em ebulição, por 2 a 3 minutos, espere esfriar e filtre ou decante.
Em tubos de ensaio, adicione gotas de cada extrato a soluções com diferentes valores de pH, a saber: HCl 0,1mol/L, CH_3COONa 0,1 mol/L, $NaHCO_3$ 0,1 mol/L, Na_2CO_3 0,1 mol/L e NaOH 0,1mol/L. Agite e observe.

4.2) Titulação ácido-base (HCl x NaOH)

Neste ensaio, você verificará a possibilidade de utilizar um extrato vegetal, obtido no item (a), como indicador numa titulação ácido-base, comparando com indicador convencional (p. ex. fenolftaleína).

Com o auxílio uma pipeta volumétrica, transfira para dois Erlenmeyers limpos, duas alíquotas separadas de 25 mL de uma solução de concentração aproximada de 0,1 mol/L de ácido clorídrico (anote a concentração correta do ácido). A um dos Erlenmeyers adicione três gotas de fenolftaleína e ao outro o extrato vegetal.

Coloque a solução de concentração aproximada de 1 mol/L de hidróxido de sódio (anote a concentração correta da base) numa bureta e adicione-a, pouco a pouco, a um dos Erlenmeyers até o ponto de viragem do indicador. Anote o volume de NaOH gasto.

Repita a adição de base ao outro Erlenmeyer e compare os volumes gastos nas duas titulações. Deve-se manter a agitação constante durante as titulações.

4.3) Titulação ácido-base (HAc x NaOH)

O objetivo desse experimento consiste na determinação da concentração de ácido acético em amostra de vinagre com base em titulação realizada com solução padrão de NaOH.

1) Com uma pipeta volumétrica coloque 10 ml de vinagre em um balão volumétrico de 100 ml e complete com água até a marca dos 100 ml.
2) Separe três Erlenmeyers limpos e coloque 10 ml da solução diluída de vinagre em cada um dos frascos.
3) Adicione três gotas do indicador (*qual o critério usado para a escolha do indicado*) e titule com NaOH até o ponto de viragem do indicador. Anote o volume de NaOH gasto.

- No rótulo do vinagre que você titulou está escrito uma concentração de ácido acético, por exemplo, 4,1%.
- Calcule a concentração em mol/L deste ácido.
- Discuta em seu relatório se estava correta a acidez do ácido acético.

5) QUESTÕES PARA ESTUDO

Apresente os resultados dos ensaios **a**, **b** e **c**. Comente as vantagens e as desvantagens do uso de extratos vegetais como indicadores. No item **b**, compare as concentrações experimental e teórica do ácido clorídrico. No item **c**, discuta as possíveis fontes de erro que expliquem uma eventual diferença entre o valor rotulado e o determinado experimentalmente. Seria possível realizar a titulação invertendo as soluções na bureta e no Erlenmeyer? Pode-se determinar a natureza de um ácido (forte ou fraco) por meio de titulações ácido-base?

6) BIBLIOGRAFIA

1) BRADY, J. & HUMISTON, G. E. *Química Geral*, Vol. 1, Cap. 6 e 10, Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., Rio de Janeiro, 1986.
2) M. Forster, *"Plant pigments as acid-base indicators - An exercise for the Junior high school",* J. Chem. Educ., **55**, 107 (1978).
4) A. B. Couto, I. A. Ramos e E. T. G. Cavalheiro, *"Aplicação de pigmentos de flores no ensino de Química",* Química Nova, **21**, 221 (1998).

EXPERIMENTO 9 – COMPORTAMENTO ÁCIDO/BÁSICO DE SAIS

1) OBJETIVO

⇒ Determinar as constantes dos equilíbrios Ácido / Básico (Equilíbrios de Hidrólise) de alguns sais.

2) INTRODUÇÃO

Como a água tem, simultaneamente, o caráter de ácido fraco e base fraca, produz-se, por ionização da mesma, íons H_3O^+ e OH^- em pequena proporção. Ao mesmo tempo, a água pode reagir com íons de ácidos fracos e de bases fracas, estabelecendo os seguintes equilíbrios iônicos:

$$A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^- \quad (1)$$

$$B^+ + H_2O \rightleftharpoons BOH + H^+ \quad (2)$$

Onde HA representa o ácido fraco e BOH a base fraca.

Os equilíbrios acima representados, quando lidos da esquerda para a direita são chamados de reações de hidrólise (reação com água) e constituem o inverso das reações de neutralização.

A extensão com que estes equilíbrios estão deslocados para a direita depende dos valores relativos das constantes de ionização da água e do ácido ou da base fraca formada pelas reações hidrólise. São verdadeiros processos competitivos no sentido do conceito de Brönsted-Lowry. Em geral, a água comporta-se como um ácido fraco ou base fraca, de modo que a hidrólise ocorre em pequena extensão.

A intensidade da hidrólise para um dado íon pode ser calculada pela **Constante de Hidrólise (K_h)** que nada mais é do que uma constante de um equilíbrio Ácido / Básico, ou seja, uma constante **K_a** ou **K_b**.

$$Kh\,(Kb) = \frac{[HA]\ .\ [OH^-]}{[A^-]} \qquad Kh\,(Ka) = \frac{[BOH]\ .\ [H^+]}{[B^+]}$$

Nas expressões acima, não figura a concentração da água, pois esta é incorporada no valor do **K_h**. O valor da **Constante de Hidrólise** de um sal pode ser facilmente determinado pela medida do pH de uma solução contendo os espécimes químicos correspondentes.

Na presente experiência, o valor da **Constante de Hidrólise** de vários íons será conhecida a partir da determinação do pH das soluções sob estudo, utilizando-se um medidor de pH. Pelo conhecimento do pH obtido e da concentração da solução original, é possível calcular a Constante de Hidrólise do sal.

3) MATERIAIS E REAGENTES

- 06 Copos de Becker de 50 mL	- Cloreto de sódio sólido
- 03 Balões volumétricos de 25 mL	- Acetato de sódio sólido
- 01 Espátula de porcelana	- Sulfato de cobre pentahidratado
- Medidor de pH	- Sulfeto de sódio 1 mol/L
- Água destilada previamente fervida	- Alúmen de potássio 0,01 mol/L
	- Carbonato de sódio 0,1 mol/L

4) PROCEDIMENTO

Em um Becker de 50 mL limpo e seco coloque aproximadamente 25 mL de água destilada e fervida, medindo o seu pH.

Para a determinação do pH das demais soluções salinas da experiência, siga o procedimento relatado acima. No caso dos sais ainda não dissolvidos, siga o procedimento a seguir:

a) Prepare 25 mL de NaCl, pesando 1,5 g do sólido, dissolvendo-o em água destilada fervida e transferindo-o para um balão volumétrico de 25 mL. Eleve o volume até a marca, com água destilada e fervida e homogeinize a solução. Calcule a concentração da solução em mol/L e transfira a mesma para um Becker de 50 mL seco. Determine o pH da solução.

b) Prepare 25 mL de acetato de sódio 1 mol/L, calculando a massa de sólido necessária. Transfira a solução para um Becker de 50 mL seco e determine o pH.

c) Prepare, também, uma solução contendo íon cúprico: pese 0,6 g de sulfato de cobre pentahidratado. Após dissolução com aproximadamente 10 mL de água destilada fervida, transfira a solução para um balão volumétrico de 25 mL e eleve até a marca. Agite. Calcule a concentração da solução em mol/L e transfira a mesma para um Becker seco de 50 mL e determine o pH.

Usando o medidor de pH, determine o pH das demais soluções:

d) Sulfeto de sódio 1 mol/L

e) Alúmen de potássio – $KAl(SO_4)_2$ – 0,01 mol/L

f) Carbonato de sódio 0,1 mol/L

Dados:

	H_2O	**NaCl**	**CH_3COONa**	**$CuSO_4.5H_2O$**
conc.				
pH				

	Na_2S	**$KAl(SO_4)_2$**	**Na_2CO_3**
conc.	1 mol/L	0,01 mol/L	0,1 mol/L
pH			

5) RESULTADOS:

Complete a tabela para as reações (suponha apenas o primeiro equilíbrio de hidrólise).

Sal	**Íons que reagem com água**	**Reações de equilíbrio**	**Conc.**	**Kh**
NaCl				
CH_3COONa				
$CuSO_4.5H_2O$				
Na_2S				
$KAl(SO_4)_2$				
Na_2CO_3				

6) QUESTÕES PARA ESTUDO

1) Por que se deve ferver a água destilada para usar no preparo das soluções?

2) Equacione os processos de hidrólise verificados na experiência.

3) Qual (ou quais) a substância que não sofre hidrólise? Por quê?

4) Relacione os Kh obtidos com constantes de ácidos e bases para todos os sais que sofreram hidrólise.

5) Quais das soluções estudadas você não descartaria na pia? Por quê?

7) BIBLIOGRAFIA

1) LENZI, E. *et al*, Química Geral Experimental, Capítulo 1, Rio de Janeiro, Freitas Bastos Editora S.A., 2004.

2) BROWN, T. L.; LEMAY, H. E. Jr; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. Química – A ciência central. 9.ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005. 972p.

EXPERIMENTO 10 – ÁCIDOS E BASES FRACOS E EFEITO TAMPÃO

1) OBJETIVO

⇒ Determinar o pH de soluções de ácido fraco e base fraca e suas constantes de ionização (K_a e K_b).

⇒ Verificar as propriedades de soluções tampão.

2) INTRODUÇÃO

Os possíveis valores da concentração de H^+ e OH^-, em uma solução aquosa, podem ser de várias ordens de magnitude. Baixas concentrações de íons hidrogênio são mais adequadamente expressas uma escala logarítmica, reduzida e de mais fácil manuseio. Por convenção é utilizada a escala pH para representar a concentração de íons hidrogênio.

$$pH = - \log [H^+]$$

Também podem ser definidos:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

Nesta experiência, soluções aquosas de um ácido e uma base fraca terão seu pH determinado através de um medidor de pH o que permite determinar as concentrações de todas as espécies químicas envolvidas no equilíbrio de ionização e com isso determinar as constantes de ionização K_a e K_b.

$$Ka = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \qquad Kb = \frac{[M^+][OH^-]}{MOH}$$

Soluções tampões são soluções que apresentam a propriedade de resistir à mudança no seu pH, mesmo quando a ela se adiciona uma quantidade razoável de ácido ou de base fortes.

A "ação tampão" dessas soluções reside no fato delas conterem um par conjugado ácido-base em apreciável concentração, o que explica o poder neutralizante dessas soluções, tanto para ácidos como para bases. O ácido constitui a reserva ácida e a base a reserva alcalina da solução.

Os tipos mais comuns de solução tampão são aqueles constituídos de um ácido fraco e um seu sal ou uma base fraca e um seu sal. O mecanismo da ação tampão está no equilíbrio presente na solução.

Seu pH é dado por:

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{[A]}{[HA]} \right) \qquad pH = 14 - pK_b + \log \left(\frac{[BOH]}{[B^+]} \right)$$

3) MATERIAIS E REAGENTES

Becker	HCl 0,1 mol/L
Tubos de ensaio	NH_4OH 0,5 mol/L
Pipetas de 10 mL	Na_2CO_3 0,1 mol/L
Proveta de 50 mL	CH_3COONa 0,2 mol/L
Balão volumétrico de 25 mL	CH_3COOH 0,2 mol/L
CH_3COOH 0,5 mol/L	NH_4OH 0,2 mol/L
Água destilada fervida	NH_4Cl 0,2 mol/L
NaOH 0,1 mol/L	

4) PROCEDIMENTO

4.1) Determinação do pH e das constantes de dissociação do ácido acético e do hidróxido de amônio

Água destilada, recentemente fervida, deverá ser utilizada para preparar as seguintes soluções.

1) Pipete 5 mL de CH_3COOH 0,5 mol/L para um balão volumétrico de 25 mL e complete com água fervida até a marca. Agite.

Calcule a concentração resultante de CH_3COOH. Transfira para um Becker de 50 mL limpo e seco e determine o pH da solução.

2) Calcule quantos mL de solução NH_4OH 0,5 mol/L são necessários para se obter 25 mL de solução NH_4OH 0,05 mol/L.

- Prepare-a.
- Transfira para um Becker de 50 mL limpo e seco e determine o pH da solução.

A partir do valor do pH das soluções problema, descobre-se a concentração de H^+ (ou OH^-) e pode-se determinar a constante de ionização para o ácido fraco e para a base fraca.

4.2) Verificação do efeito tampão

3) Prepare 10 mL de uma solução tampão ácido acético/acetato de sódio misturando 5 mL de ácido acético 0,2 mol/L com 5 mL de acetato de sódio 0,2 mol/L. Divida esta solução em dois tubos de ensaio e adicione 2 a 3 gotas de indicador universal (mistura de vermelho de metila, fenolftaleína e azul de bromotimol). Determine seu pH. Verifique o efeito da adição de algumas gotas de HCl 0,1 mol/L num tubo e de NaOH 0,1 mol/L no outro tubo. Nos dois tubos, as 10 primeiras gotas devem ser adicionadas uma a uma e depois de 10 em 10.

Compare com o efeito da adição de HCl e NaOH, separadamente, sobre água destilada fervida contendo indicador universal.

4) Prepare 10 mL de uma solução tampão ácido acético/acetato de sódio misturando 2,5 mL de ácido acético 0,2 mol/L e 2,5 mL de acetato de sódio 0,2 mol/L com 5 mL de água destilada fervida. Divida esta solução em dois tubos de ensaio e adicione 2 a 3 gotas de indicador universal (mistura de vermelho de metila, fenolftaleína e azul de bromotimol). Determine seu pH. Verifique o efeito da adição de algumas gotas de HCl 0,1 mol/L num tubo e de NaOH 0,1 mol/L no outro tubo. Nos dois tubos, as 10 primeiras gotas devem ser adicionadas uma a uma e depois de 10 em 10.

5) Prepare 10 mL de uma solução tampão amônia/cloreto de amônio misturando 5 mL de hidróxido de amônio 0,2 mol/L com 5 mL de cloreto de amônio 0,2 mol/L. Divida esta solução em dois tubos de ensaio e adicione 2 a 3 gotas de indicador universal (mistura de vermelho de metila, fenolftaleína e azul de bromotimol). Determine seu pH. Verifique o efeito da adição de algumas gotas de HCl 0,1 mol/L num tubo e de NaOH 0,1 mol/L no outro tubo. Nos dois tubos, as 10 primeiras gotas devem ser adicionadas uma a uma e depois de 10 em 10.

5) QUESTÕES PARA ESTUDO

Descreva para cada ensaio realizado as observações experimentais, com a interpretação correspondente.

Equacione os processos de ionização ocorridos na experiência.

Calcule o pH das soluções tampão preparadas e compare com os valores medido experimentalmente.

Compare os resultados das tarefas da parte B, no que se refere ao volume necessário de HCl (ou NaOH) para provocar uma variação brusca de pH nos tampões e na água.

Por que a solução tampão n°4 resistiu menos à adição de HCl ou NaOH do que a primeira, apesar de ambas serem constituídas pelo mesmo par ácido/base conjugada?

6) BIBLIOGRAFIA

1) LENZI, E. *et al*, Química Geral Experimental, Capítulo 1, Rio de Janeiro, Freitas Bastos Editora S.A., 2004.
2) BROWN, T. L.; LEMAY, H. E. Jr; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. Química – A ciência central. 9.ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005. 972p.

EXPERIMENTO 11 – FERRO EM LÂMINA DE BARBEAR

1) OBJETIVO

⇒ Estudar alguma aplicação de reações de oxidação-redução e determinar a porcentagem de ferro existente em lâmina de barbear.

2) INTRODUÇÃO

Um dos usos mais freqüentes da análise por oxidação-redução é a determinação de ferro. Isto é facilmente realizado através da dissolução da amostra que contém ferro sob a forma de Fe(II) e então, se nenhum outro agente redutor estiver presente, o Fe(II) pode ser determinado diretamente por titulação com um agente oxidante comum, tal qual o MnO_4^- (em meio ácido). Uma vez que as lâminas de barbear são compostas basicamente por ferro, seria interessante determinar a porcentagem de ferro das mesmas.

3) MATERIAIS E REAGENTES

- 03 Erlenmeyers de 125 mL	- 01 pipeta volumétrica de 20 mL
- 01 proveta de 25 mL	- 01 funil
- 01 bureta de 25 mL	- Lâmina de barbear
- 01 Becker de 50 mL	- H_2SO_4 3 mol/L
- 01 balão volumétrico de 50 mL	-$KMnO_4$ 0,01 mol/L (solução padronizada)

4) PROCEDIMENTO

Pesar meia lâmina de barbear seca e limpa com uma precisão de 0,0001 g e colocar em um Becker de 50 mL com aproximadamente 10 mL de ácido sulfúrico 3 mol/L. Colocar sobre o Becker um vidro de relógio pequeno e aquecer brandamente dentro de uma capela, em placa de aquecimento, até dissolver completamente a lâmina. Cesse o aquecimento caso a reação torne-se vigorosa. Se permanecer um pouco de carvão em suspensão, filtre através de um papel de filtro comum após o resfriamento. Coletar o filtrado em um balão volumétrico de 50 mL. Cuidadosamente lave o Becker, o funil e o papel de filtro com várias porções de água destilada até que a cor esverdeada da solução deixe de existir no papel de filtro (cuide para não exceder os 50 mL do balão). Completar o volume do balão e homogeneizar. Com o auxílio de uma pipeta volumétrica, transfira 10 mL da solução acima para um Erlenmeyer de 125 mL e adicione 30 mL de água destilada. Titular a amostra acima com uma solução padronizada de $KMnO_4$ 0,01 mol/L até o aparecimento de uma cor rosa permanente. Repetir esta operação mais duas vezes. **Dados:**

Peso da amostra (lâmina)	
Molaridade da solução padrão de $KMnO_4$	
Volume das alíquotas contendo Fe^{2+} (mL)	
Volume de $KMnO_4$ gasto na alíquota 1 (mL)	
Volume de $KMnO_4$ gasto na alíquota 2 (mL)	
Volume de $KMnO_4$ gasto na alíquota 3 (mL)	
Volume médio de $KMnO_4$ gasto (mL)	

5) RESULTADOS

Número de mols de MnO_4^-	
Número de mols de Fe^{2+}	
Massa de Ferro presente na lâmina	
% de Ferro na lâmina	

6) QUESTÕES PARA ESTUDO

1) Escreva a equação iônica balanceada para a reação entre os íons Fe^{2+} e o agente oxidante MnO_4^- (em meio ácido).
2) Por que as titulações usando o agente oxidante $KMnO_4$, em meio ácido, dispensam o uso de indicador?
3) O ácido nítrico é um agente oxidante muito forte. Qual o inconveniente de usar um ácido nítrico como agente titulante?
4) Qual a razão para recolher separadamente a solução que sobra na bureta e no copo reservatório? Como essa solução pode ser reaproveitada?
5) Por que não são descartados na pia os resíduos dos Erlenmeyers e o que sobra no balão?

7) BIBLIOGRAFIA

1) LENZI, E. *et al*, Química Geral Experimental, Capítulo 1, Rio de Janeiro, Freitas Bastos Editora S.A., 2004.
2) BROWN, T. L.; LEMAY, H. E. Jr; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. Química – A ciência central. 9.ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005. 972p.

EXPERIMENTO 12 – REATIVIDADE DE METAIS

1) OBJETIVO

Comparar a reatividade de alguns metais através de reações de redox.

2) INTRODUÇÃO

Muitas reações químicas envolvem a transferência de elétrons de uma espécie para outra. Essas reações são chamadas de reações de **oxidação-redução** (também conhecido como reação **redox**). Esta transferência se produz entre um conjunto de espécies químicas, um oxidante e um redutor (uma forma reduzida e uma forma oxidada respectivamente).

Para que exista uma reação redox, no sistema deve haver uma espécie que ceda elétrons e outra espécie que as aceite. A espécie que perde elétrons se oxida e a espécie que recebe elétrons se reduz. Chama-se de agente redutor a substância que, ao oxidar-se, é capaz de promover a redução de uma outra. Do mesmo modo, chama-se de agente oxidante a substância que, ao se reduzir, é responsável pela oxidação de uma outra substância.

Dentro de uma reação global redox, podemos separar em duas semi-reações (a de oxidação e a de redução), a fim de facilitar o balanço da equação e de permitir a comparação da força de vários agentes oxidantes e redutores. Exemplo:

$$2\ Na^{+} + 2\ Cl^{-} \rightarrow 2\ Na^{o} + Cl_2^{o}$$

Oxidação: $2Cl^{-} \rightarrow 2\ Cl^{o} + 2\ e^{-}$
Redução: $Na^{+} + e^{-} \rightarrow Na^{o}$

O potencial da reação total, sob condição padrão, é chamado de potencial padrão de célula, ε^{o}, e é determinado pela diferença dos dois potenciais padrões das duas semi-reações de redução, dentro da qual a reação total pode ser dividida.

Em princípio, todos os metais podem atuar como agentes redutores, sendo oxidados com maior ou menor facilidade na presença de agentes oxidantes, conforme a expressão geral:

$$M \rightarrow M^{n+} + ne^{-}$$

O potencial padrão de oxidação (E_{ox}) atribuído a esse processo é um indicador da reatividade dos metais. Quanto mais positivo o E_{ox}, tanto maior a força redutora e, consequentemente, maior a reatividade de um determinado metal frente a um dado agente oxidante. Os metais mais reativos, isto é, aqueles que apresentam valores de E_{ox} próximos a +3,4V (valor máximo conhecido), reagem espontaneamente com água, um agente oxidante relativamente fraco, com desprendimento de hidrogênio. Exemplos desse tipo são sódio, potássio e cálcio. A maioria dos metais, no entanto, apresenta reatividade moderada, com E_{ox} entre 0 e +2,5V. Metais com valores negativos de E_{ox} como, por exemplo, prata e ouro, são mais resistentes à oxidação e são chamados metais nobres.

Todos os processos de corrosão de metais correspondem a reações de oxidação. Na corrosão em condições atmosféricas (por exemplo, a formação de ferrugem), o oxidante geralmente é o gás oxigênio e a reação ocorre muito lentamente.

Para prever o comportamento de uma determinada substância (na forma metálica ou iônica) como oxidante ou como redutora diante de outra substância qualquer se utiliza a **tabela de potenciais de redução**. O uso dessa tabela permite prever se uma reação é ou não espontânea e quais os resultados esperados.

As reações redox em que participam apenas metais e sais, podendo ou não também participar H_2 e H^{+}, são chamadas de **reações de deslocamento**. A reação química pode ser representada por:

$$M_1^{+} + M_2 \rightarrow M_1 + M_2^{+} \quad \text{(reação 1)}$$
$$H^{+} + M_2 \rightarrow 1/2H_2 + M_2^{+} \quad \text{(reação 2)}$$

Onde M_1 e M_2 representam metais e M_1^{+} e M_2^{+} seus respectivos íons em solução aquosa.

Diz-se que M_2 deslocou M_1 da solução, no caso da reação 1 ou H_2 da solução, no caso da reação 2. Nesses casos M_2 é mais redutor do que M_1 ou do que H_2. Costuma-se associar nobreza ao caráter redutor do metal. **O metal é tanto mais nobre quanto menos redutor ele for**. Uma listagem dos metais na qual se inclui também o hidrogênio, na ordem crescente de nobreza, constitui uma **Escala de Nobreza**.

A ocorrência de uma reação de deslocamento é acusada pelo desgaste superficial do metal deslocante ou pela cobertura da superfície deste metal deslocado. Também pode ser acusada pela mudança de coloração da solução (caso de íons metálicos coloridos) ou ainda pelo desprendimento de hidrogênio gasoso.

A teoria das reações redox oferece possibilidades de estudos experimentais os mais variados. São de grande utilidade para trabalhos de pesquisa envolvendo estudos quantitativos sobre volumetria redox, eletrólise e potenciometria.

3) MATERIAIS E REAGENTES

MATERIAIS	REAGENTES
Tubos de ensaio	Ácido clorídrico 0,1 mol/L
Pipeta Pasteur	Sulfato ferroso 0,1 mol/L
Vidro de relógio	Cloreto de magnésio 0,1 mol/L
Espátula	Sulfato de zinco 0,1 mol/L
Pinça tenaz	Sulfato de mercúrio 0,1 mol/L
Erlenmeyer	Nitrato de prata 0,1 mol/L
Cadinho de porcelana	Sulfato de cobre 0,1 mol/l
	Cobre, ferro, alumínio, zinco, sódio e magnésio metálicos
	Ácido nítrico concentrado
	Ácido nítrico 0,1 mol/L
	Hidróxido de sódio 0,5 mol/L
	Bicarbonato de sódio
	Etanol

4) PROCEDIMENTO

4.1) REAÇÕES DE DESLOCAMENTO

Coloque em tubos de ensaio 1 mL de cada solução, especificado na tabela a seguir, e um pequeno pedaço de metal em estudo. Observe a reação ocorrida e anote o resultado obtido.

METAL	HCl	$FeSO_4$	$MgCl_2$	$ZnSO_4$	$HgSO_4$	$AgNO_3$	$CuSO_4$
COBRE							
FERRO							
ALUMÍNIO							
ZINCO							
MAGNÉSIO							

Descarte os resíduos nos frascos fornecidos pelo laboratório, seguindo a ordem indicada: rejeitos de mercúrio; resíduos de prata; resíduos de alumínio; resíduos de cobre; resíduos de zinco; demais soluções (ferro e magnésio).

5) QUESTÕES PARA ESTUDO

1) Equacione as reações redox que ocorreram, justificando cada caso. Para isso, consulte uma tabela de Potencial Padrão de Redução.
2) Explique, de forma generalizada, porque certas reações não ocorreram.
3) Você deve ter observado evolução de gás em alguns tubos de ensaio. Explique esse fato nas soluções acidificadas e nas soluções não acidificadas (conceito de hidrólise).
4) Coloque os metais e cátions metálicos em ordem crescente de reatividade, conforme os resultados apresentados na tabela acima e justifique possíveis inversões de posição na série obtida em relação à série teórica.

6) BIBLIOGRAFIA

1) SILVA, R.R.; BOCCHI, N.; ROCHA FILHO, R.C. Introdução à química experimental. São Paulo: Mc Graw Hill, 1990.
2) BRADY, J. & HUMISTON, G.E., Química Geral Vol. 1, Capítulo 1, Rio de Janeiro, Livros Técnicos e Científicos, Editora S.A., 1986.
3) BROWN, T. L.; LEMAY, H. E. Jr; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. Química – A ciência central. 9.ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005. 972p.